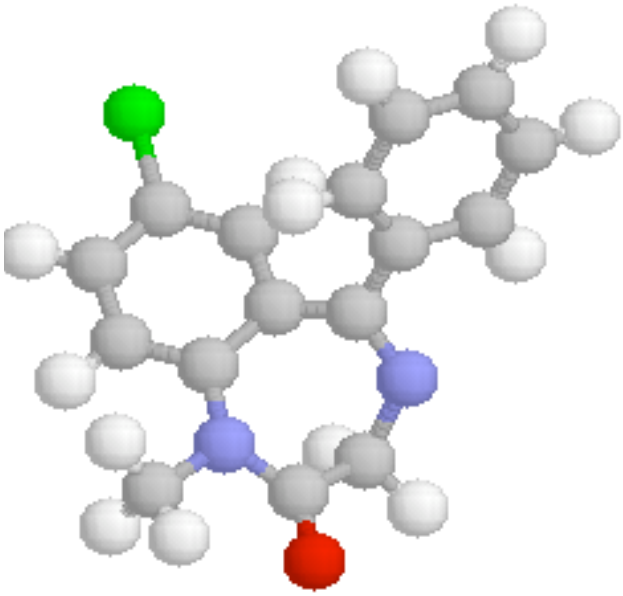
COLLEGE DE SAUSSURE

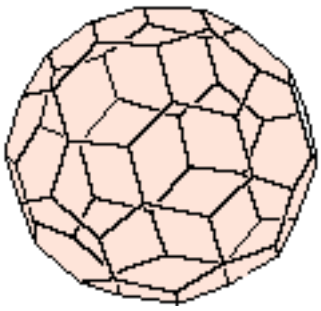
Août 2008



COURS-LABORATOIRE DE CHIMIE

... où l'on apprend à se poser des questions sur la matière dont est fait notre monde et sur les réactions auxquelles elle peut participer.

Où l'on découvre quelques pistes pour y répondre.



1ère année

INTRODUCTION

... où l'on découvre le but du cours de chimie de 1ère année et le mode d'emploi de ce document.

L'objectif du cours de chimie de 1ère année est de présenter les notions de base de la chimie en abordant cette science de manière intuitive. En favorisant une approche expérimentale où l'élève est actif, les enseignants souhaitent développer chez les élèves le goût pour une démarche scientifique. Ce cours constitue un des éléments qui doivent permettre aux collégiens de confirmer le choix qu'ils ont fait (ou non) d'une option spécifique "Biologie et Chimie" dès la deuxième année.

Les compléments théoriques ainsi que les exercices sont groupés dans le présent document. Celui-ci ne constitue qu'un résumé de cours, il devra être complété par les notes prises durant les leçons, par les comptes-rendus des expériences, par les réponses aux exercices et par des documents complémentaires distribués par l'enseignant.

Les protocoles d'expériences sont séparés du cours, bien que ce dernier s'y réfère souvent. En effet, les expériences constituent le support de la chimie et doivent permettre à l'élève de développer ses capacités d'observation, de déduction et de synthèse. Les fiches présentées contiennent uniquement les manipulations à effectuer étayées de quelques questions pour éveiller le sens de l'observation. L'enseignant complétera ces fiches d'expériences par des questionnaires pour exploiter les expériences de manière plus approfondie.

LE DOMAINE DE LA CHIMIE

... où l'on essaye de cerner la notion de méthode scientifique et de définir la chimie.

Définir le terme "science" est une tâche ardue. Pour simplifier les choses, on peut commenter plus simplement l'expression "méthode scientifique". Pour une science expérimentale comme la chimie, les étapes essentielles de cette méthode sont : *observation* d'un phénomène naturel, émission d'*hypothèses* pour tenter d'expliquer son fonctionnement, mise sur pied d'*expériences* permettant de vérifier ou d'invalider ces hypothèses, élaboration d'une *théorie* ou *modèle,* vérification par de nouvelles hypothèses et expériences, modification voire abandon de la théorie...

Mais l'étude détaillée de la démarche scientifique nous porterait beaucoup trop loin, et une partie de cette étude sera effectuée dans votre cours d'IDS. Bornons-nous à essayer de comprendre ce qu'évoque pour vous l'une des disciplines scientifiques, la chimie, et essayons de la définir.

DISCUSSION :

a. Quel est l'objet de l'étude de la chimie ?

   Sur la page blanche ci-contre, énumérez quelques mots qui, pour vous, possèdent un lien avec la chimie.

   Trions et organisons les mots que vous avez proposés.

b. Qu'est-ce que la chimie ?

   Elaborons ensemble une définition.

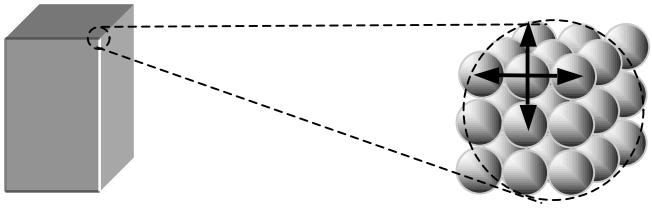
LES ETATS DE LA MATIERE

... où l'on classifie la matière en fonction de l'état physique.

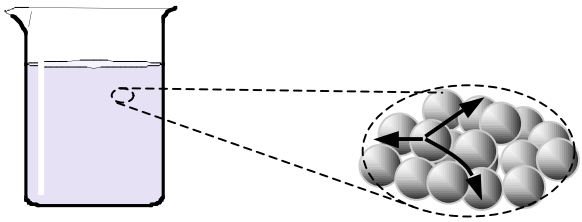
Lorsque l'on parle d'objets matériels, on pense en général à des objets solides. Mais les liquides et les gaz sont les 2 autres **états** sous lesquels les objets matériels peuvent se présenter.

L'état solide est caractérisé au niveau macroscopique par une forme et un volume propre. L'objet solide est donc rigide. Le modèle microscopique illustré ci-dessous montre que cet état est ordonné et que les distances entre particules de solide sont très petites :

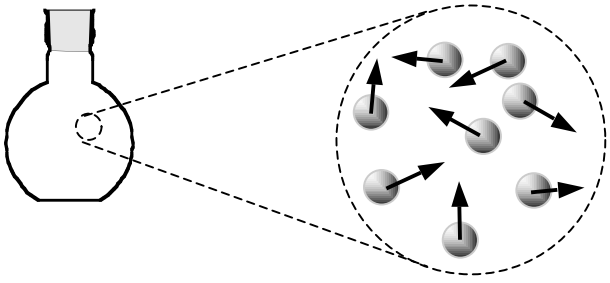
échelle macroscopique *échelle microscopique*



Un liquide est fluide, il ne possède pas de forme propre et peut ainsi prendre la forme de son contenant. Ceci implique qu'au niveau microscopique les particules sont moins fortement liées les unes aux autres :



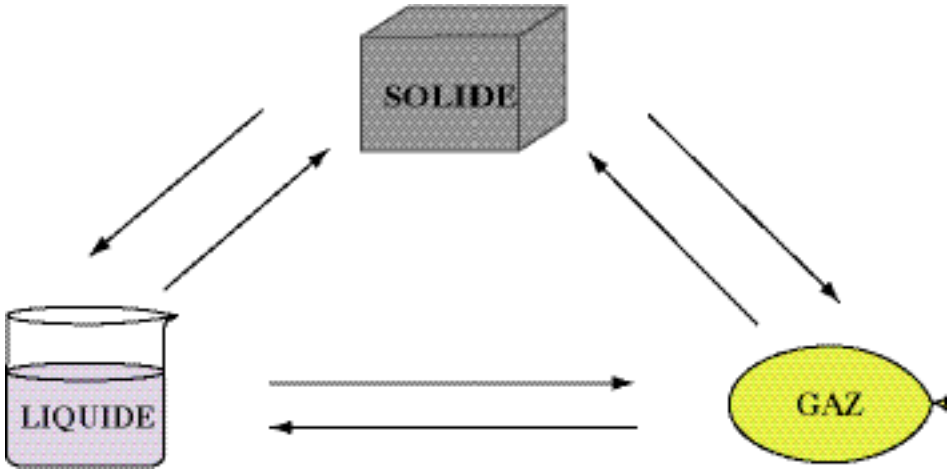
Un gaz est lui aussi fluide, mais sa particularité réside dans le fait de ne posséder ni de forme, ni de volume propre. Au niveau microscopique, les particules sont presque totalement indépendantes les unes des autres et sont en mouvement continu et désordonné :



Contrairement aux cas des solides et des liquides, les distances entre particules (atomes ou molécules) sont ici très grandes.

Même si, en général, nous n'observons aux températures où nous vivons qu'un seul état physique pour chaque substance, tous les corps peuvent prendre les trois états physiques. Par exemple, on observe que la glace fond à 0°C et que l'eau bout à 100°C.

Ainsi tout objet peut passer d'un état à l'autre: cela dépend de sa température mais aussi de la pression ambiante. Ces changements d'état peuvent être résumés par le schéma suivant :



Lorsque l'on chauffe un corps, l'agitation des particules qui le constituent augmente. Cette augmentation se traduit par une élévation de température.Toutefois lorsque le corps atteint une température de changement d'état (point de fusion ou point d'ébullition), toute l'énergie transmise au corps est utilisée pour permettre à chaque particule de se désolidariser de ses voisines. Ainsi le corps change d'état, mais sa température reste constante.

EXERCICES :

1. Donnez le nom de tous les changements d'états sur le schéma ci-dessus.

2. Est-il possible de trouver du mercure solide ? Si oui, dans quelle condition ?

3. A 100 °C et sous une pression d'une atmosphère, dans quel état physique se trouve :
   a) le brome
   b) le phosphore
   c) l'eau
   d) le sel de cuisine (NaCl)
      Indications: NaCl $T_{fus.}$ *= 801 °C* $T_{éb.}$ *= 1413 °C* *Références: table CRM, Ed. 2004, p. 241*
   e) l'iode

4. Les hauts fourneaux produisent du fer en fusion. Quelle est, à pression atmosphérique, la température minimale de ce fer ?

5. Définissez les expressions "point de fusion" et "point d'ébullition".

6. Une casserole contient de l'eau à 20 °C. On chauffe alors cette casserole, et l'eau bout après 5 minutes. On maintient le chauffage pendant encore 3 minutes. Tracez et commentez le graphique de l'évolution de la température de l'eau au cours de cette opération.

7. Quel est le contenu des bulles qui se forment dans l'eau lorsque celle-ci bout ?

8. Expliquez les phénomènes observés lorsque l'on introduit un morceau de glace carbonique (CO_2) dans de l'eau chaude.

DES MELANGES AUX CORPS PURS

...où l'on définit les différentes catégories de matières.

Dans la nature, les objets matériels sont le plus souvent des **mélanges**. Dans certains cas, cela est évident (= visible), car toutes les parties de l'objet ne sont pas dans le même état ou n'ont pas la même consistance, la même couleur, le même aspect, ... On dit que ces mélanges sont **hétérogènes**.

EXEMPLES :

Les **fumées et les brouillards (aérosols)** sont des cas de mélanges hétérogènes, respectivement solides-gaz et liquides-gaz.

Les **suspensions** sont des mélanges hétérogènes solides-liquides et les **émulsions**, également hétérogènes, sont des mélanges de liquide non miscibles.

Dans d'autres cas, on pourrait croire qu'un objet est fait d'une seule substance, qu'il est pur, car il n'y a pas de différences visibles entre ses parties. Mais si on lui applique des **méthodes de séparation**, on se rend compte qu'il s'agit tout de même d'un mélange. Un mélange de ce type est appelé **homogène**.

EXEMPLES :

Les méthodes de séparation permettent d'isoler une substance parmi d'autres en se basant sur ses propriétés physiques. Par exemple, dans l'expérience de séparation des solides, le fer est séparé des autres solides car il est magnétique alors que les autres ne le sont pas. Le processus n'implique aucun changement dans la nature des substances qui constituent le mélange.

Les propriétés physiques mises à profit pour procéder à une séparation, peuvent aussi être les différences de température d'un changement d'état. C'est le cas pour la distillation qui permet de séparer des liquides en se basant sur une différence du point d'ébullition.

Une substance est considérée comme un **corps pur**, lorsque les méthodes de séparation physique ne permettent plus de le fragmenter en différents composés, donc lorsqu'elle résiste aux méthodes de séparation. Chaque corps pur possède une collection de **propriétés physiques** qui lui sont propres.

EXEMPLES : *à compléter sur la base des données de la table CRM, Ed. 2004, p. 61 à 178 et 231 à 243.*

On peut définir un mélange homogène comme étant un mélange où, d'un point de vue macroscopique, les propriétés physiques sont identiques en tout point.

EXERCICES :

1. Imaginez un mélange différent de ceux vus en classe de :
   - 2 gaz - 2 liquides - d'un solide et d'un liquide

   Indiquez si ces mélanges sont homogènes ou hétérogènes.
2. L'air est-il un corps pur ?

   Recherchez quels sont les constituants de l'air, et quelle méthode de séparation on utilise pour les séparer.

3. Le gaz naturel est un mélange. Recherchez quels en sont les constituants principaux.

4. A quel type de mélange appartient le "smog", mélange d'air, de fumée et de poussière, qui recouvre les villes ?

5. Recherchez les noms et définitions de 3 propriétés physiques autres que les points d'ébullition et de fusion.

   Recherchez également les valeurs et unités de ces propriétés physiques pour trois corps de votre choix.

DU CORPS PUR A LA MOLECULE

Où l'on apprend quelques caractéristiques de l'unité de base des corps purs.

Imaginons que l'on essaye de fractionner la matière contenue dans un corps pur, de la diviser en très, très petits échantillons. Jusqu'où parviendrait-on à diviser un échantillon d'un corps pur sans modifier les propriétés physiques de ce corps ? Autrement dit, pour l'eau par exemple, quelle est la plus petite unité de matière que l'on peut encore considérer comme de l'eau ?

Cette unité, c'est généralement la **molécule**. Elle est constituée d'atomes liés entre eux par des **liaisons chimiques** et peut être toujours représentée par une formule chimique (ou formule brute) :

Dans un **corps simple** chaque molécule est constituée d'une seule sorte **d'atomes**.

Dans un **corps composé** chaque molécule est formée d'au moins deux sortes d'atomes différents.

La **formule chimique** de l'eau (**H_2O**) nous donne sa composition exacte : une molécule est composée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène. L'eau est donc un corps ..... .

La **formule chimique** de l'oxygène est **O_2** . Chaque molécule est donc composée de 2 atomes d'oxygène. L'oxygène est donc un corps ..... .

Remarque : les atomes ne se groupent pas toujours pour former des molécules.

Dans les solides, ils constituent souvent des réseaux dans lesquels on ne peut discerner de véritables molécules. C'est le cas du diamant, vaste réseau cristallin constitué uniquement d'atomes de carbone.

Dans le cas de certains gaz, les atomes (c'est le cas du néon par exemple) ne forment aucune liaison.

Seules des méthodes **chimiques** (ou réactions chimiques) permettent de casser les liaisons qui lient les atomes au sein d'une molécule. C'est le cas de l'électrolyse de l'eau qui permet de casser la liaison entre les atomes d'hydrogène et l'atome d'oxygène. Les atomes ainsi isolés se recombinent sous forme de molécules : H_2 et O_2.

DEMONSTRATION :

EXERCICES :

1. Résumez sous forme d'un schéma les différences entre mélange, corps simple, corps composé et corps pur.

2. Indiquez si les substances suivantes sont des mélanges, des corps composés ou des corps simples :
   le lait - le fer - l'iode - le gaz carbonique

3. Le cholestérol est une molécule qui joue un rôle important dans les membranes des cellules. Sachant qu'une molécule de cholestérol est constituée de 27 atomes de carbone, de 46 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.
   a) Ecrivez la formule chimique d'une molécule de cholestérol.
   b) Comment doit-on symboliser 5 molécules de cholestérol ?

4. L'hydroxyde de sodium est un solide, corps pur de formule chimique NaOH. Il est soluble dans l'eau.
   Peut-on dire que le mélange obtenu par dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau possède une formule brute de NaO_2H_3 ?

LA STRUCTURE ATOMIQUE

... où l'on aborde la brique de base des molécules : l'atome

Dans le chapitre précédent, nous avons vu que les molécules sont constituées d'atomes. Nous avons entrevu que ces atomes peuvent parfois, sans constituer des molécules, se lier pour former des solides. Ainsi un morceau de fer (corps simple) est constitué d'atomes de fer, tous pareils entre eux. Un morceau de cuivre (corps simple également) est constitué d'atomes tous pareils, mais différents des atomes de fer.

Qu'est-ce qui *différencie* les atomes de fer des atomes de cuivre ?
Ont-ils quelque chose en *commun* ?

Nous allons dans ce chapitre aborder les théories physiques et chimiques qui permettent de répondre à ces questions.

Dans l'antiquité certains philosophes, tel Democrite (460-370 av. J.-C.) avaient déjà postulé l'existence de particules élémentaires, indivisibles (en grec : a-tomos).

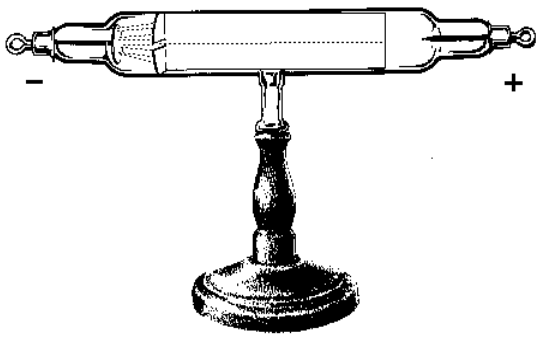
John Dalton (1776-1844)

Mais les premières preuves expérimentales de l'existence des atomes ont été apportées par John **Dalton** (un maître d'école anglais) en 1805. Il ne disposait pas, évidemment, des techniques extrêmement sophistiquées actuelles, qui permettent de visualiser les atomes d'un échantillon. Dalton pensait que les atomes sont indivisibles.

Ce n'est que vers la fin du 19e siècle que l'on montra, par des découvertes dans les domaines de l'électricité et de la radioactivité, que *l'atome est lui-même constitué de particules encore plus microscopiques*.

En 1896 J.J. **Thomson**, physicien britannique, a montré qu'un atome contient des particules extrêmement légères chargées négativement: les **électrons**.

Thomson étudiait l'effet de tensions élevées sur les gaz. En appliquant une haute tension entre les électrodes métalliques d'un tube de verre renfermant une faible quantité de gaz, il observa que la couleur du rayon lumineux dépendait du gaz contenu dans le tube. Il s'aperçut en outre qu'un flux de particule passait d'une électrode à l'autre, et que ce flux de particules était le même quelque soit la nature de la cathode utilisée (fer, argent, or...)



On explique actuellement que les électrons faisant partie d'une des électrodes (la cathode) sont arrachés et attirés par l'autre électrode (l'anode). Leurs chocs avec les atomes du gaz contenu dans le tube sont à l'origine du rayon lumineux.

Au début du XXe siècle, on estime qu'un atome est formé d'un **noyau**, chargé d'*électricité positive*, autour duquel évoluent des particules chargées d'*électricité négative*: les **électrons**. (l'existence du noyau a été mise en évidence par le néo-zélandais Ernest **Rutherford**).

Expériences d'électrostatique.

Les objets qui nous entourent sont presque tous électriquement neutres, on dit qu'ils ne portent pas de charge électrique. Il arrive pourtant que certains corps se chargent d'électricité, par exemple lorsqu'on les frotte les uns contre les autres; dans ce cas, il apparaît entre eux des forces électrostatiques d'attraction ou de répulsion. Nous allons mettre en évidence ces forces au moyen de trois expériences simples. On s'apercevra qu'il existe deux sortes d'électricité; par convention, l'une est dite positive et l'autre négative.

1ère expérience:

on frotte avec un chiffon de soie deux baguettes (transparentes) de polyacryl: les baguettes se chargent d'électricité.
L'une des baguettes étant posée sur un support lui permettant une libre rotation, on en approche la seconde baguette.

Représentons schématiquement le dispositif et notons nos observations:

2ème expérience:

on frotte, avec un chiffon de laine, deux baguettes de PVC (noires): les baguettes se chargent d'électricité.

Le dispositif étant le même que pour la première expérience, notons nos observations:

3ème expérience:

on rapproche de la baguette de PVC, chargée et posée sur son support, une baguette de polyacryl frottée avec un chiffon de soie.

Représentons schématiquement le dispositif et notons nos observations:

Conclusions:

- les baguettes polyacryliques sont chargées de la même façon (on parle par convention d'électricité positive);
- les baguettes de PVC sont chargées de la même façon, mais cette charge est différente de celle des baguettes de polyacryl (on parle par convention d'électricité négative).

On voit donc que:

Atome et forces électrostatiques.

Selon le modèle de Rutherford, l'atome se présente comme un système solaire en miniature; le noyau représente le soleil et les électrons les planètes. Comme dans un système solaire, la plus grande partie de l'espace occupé par un atome est . . . . . !

Le noyau (positif) exerce sur les électrons (négatifs) une force d'attraction électrostatique pareille à celle que nous avons observée dans la 3ème expérience. Cette force est équilibrée par la force d'inertie[1] (centrifuge) due à la grande vitesse de rotation des électrons :

Ce modèle permet également d'expliquer les différentes couleurs émises par le tube lors de l'expérience de Thomson. D'autre part il explique aussi pourquoi, lorsque l'on introduit certains composés dans une flamme, celle-ci se colore.

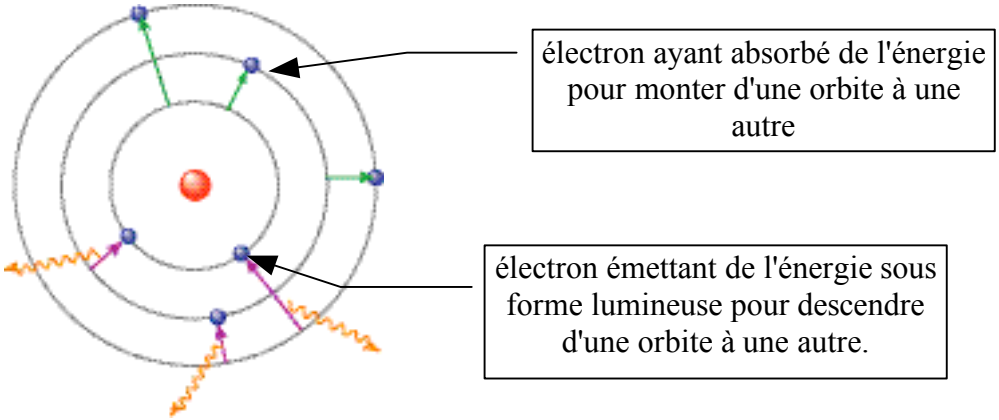
C'est la théorie proposée par Niels **Bohr** (1913) qui nous vient en aide.

D'après ce modèle, les électrons ne peuvent occuper que certaines orbites spécifiques autour du noyau, ils peuvent cependant sauter d'une orbite proche du noyau à une autre plus éloignée en absorbant de l'énergie, puis peuvent retourner à leur position initiale en émettant de l'énergie sous forme lumineuse.

Lorsqu'un atome reçoit d'une source extérieure (flamme ou autre) suffisamment d'énergie, ses électrons sont alors excités et s'éloignent de leur couche électronique de base selon la quantité d'énergie reçue.

Lorsque l'atome n'est plus soumis à la source d'énergie, les électrons reviennent à leur position initiale en rejetant sous forme d'onde électromagnétique l'énergie reçue. Si cette onde est visible alors on peut observer une coloration spécifique de la flamme. On peut séparer les couleurs à l'aide d'un spectroscope (prisme). On voit alors apparaître des raies colorées spécifiques de l'atome excité.

[1] Cette explication, très simplifiée, ne correspond plus aux théories actuelles, mais elle suffit pour aborder l'étude de l'atome,


électron ayant absorbé de l'énergie pour monter d'une orbite à une autre
électron émettant de l'énergie sous forme lumineuse pour descendre d'une orbite à une autre.

Cette coloration dépend de la structure électronique de cet atome, c'est-à-dire de la répartition des électrons dans les différentes orbites (ou couches). Cette notion sera reprise lorsque nous étudierons le tableau périodique.

Bien que le modèle de Bohr ne soit qu'un modèle simplifié, il est cependant suffisant pour expliquer un grand nombre de phénomènes chimiques. De nos jours, avec les théories de la mécanique quantique, on considère l'électron non plus comme une particule sur une orbite autour du noyau, mais comme une sorte de "nuage électronique" de contour incertain, le modèle correspondant est appelé **modèle quantique**.

Les particules élémentaires de la matière.

A la suite de Thompson et Rutherford, les physiciens nucléaires ont continué le processus de séparation des atomes en constituants plus simples. Ils ont trouvé que le noyau lui-même est formé de particules appelées nucléons. Il y a deux sortes de nucléons: les protons et les neutrons.

L'électron: c'est une particule très *légère* ($9{,}110 \cdot 10^{-28}$ g); il est porteur d'une *charge électrique négative élémentaire*; celle-ci représente la plus petite quantité d'électricité négative que l'on puisse isoler.

Un courant électrique correspond à un déplacement d'électrons. C'est ainsi que se chargent les baguettes utilisées lors de nos expériences.

Le proton: il est relativement *lourd*, puisque sa masse est environ 1836 fois plus élevée que celle de l'électron; il porte une *charge électrique positive élémentaire*, égale en valeur absolue, à celle de l'électron.

Le neutron: sa masse, proche de celle du proton, vaut environ 1839 fois celle de l'électron; il ne porte *aucune charge électrique*: il est neutre.

On voit que presque toute la masse d'un atome est concentrée dans . . . . . .

Les corps sont en général neutres électriquement. Les atomes qui les composent le sont très souvent. Nous venons de voir, d'autre part, que la charge électrique du proton compense exactement celle de l'électron. Pour que l'atome soit neutre, il doit donc posséder autant d'électrons que de protons.

L'atome le plus simple, celui d'hydrogène, est constitué d'un seul proton et d'un seul électron; son noyau ne compte aucun neutron.

L'atome de fer comporte 26 protons et 26 électrons.

Celui de cuivre est constitué de 29 protons et 29 électrons.

Le nombre de neutrons dans un noyau atomique est presque toujours supérieur ou égal à celui des protons (l'hydrogène étant une exception).

Nous pouvons à présent répondre aux questions que nous nous posions au début de ce chapitre:

Qu'ont en commun un atome de fer et un atome de cuivre ?

Qu'est-ce qui différencie ces atomes ?

EXERCICES :

1 Exprimez, en grammes la masse d'un neutron et celle d'un proton. Utilisez, comme nous le ferons pour toutes les valeurs numériques, la notation scientifique, avec 3 chiffres significatifs.

2. Transcrivez en notation scientifique, avec 3 chiffres significatifs, les nombres suivants :
   a) 107,92 b) 0,01036
   c) 90407,5 d) 0,0007362

3. Calculez la masse d'un atome d'aluminium, sachant que celui-ci est formé de 13 protons, (et 13 électrons puisque l'atome est électriquement neutre) et 14 neutrons.

4. Calculez la masse d'une molécule d'eau, sachant que chaque atome d'hydrogène possède 1 proton et 1 électron (mais aucun neutron) et que le noyau d'un atome d'oxygène comporte 8 protons et 8 neutrons.

5. Combien y a-t-il de molécules d'eau dans 1 ml d'eau ?
   ... et dans une goutte d'eau de 0,03 ml ?

LES ELEMENTS

...où l'on essaye de classer les atomes

De longue date, philosophes, puis physiciens et enfin chimistes ont tenté de définir la notion "d'élément" comme substance élémentaire à la base de l'ensemble de notre univers.

Dans l'Antiquité grecque, certains, comme Thalès, pensent que tout vient de l'eau. D'autres estiment que c'est la combinaison des 4 éléments : air, terre, feu et eau qui engendre l'ensemble des composés de la nature.

Lavoisier (chimiste français de la fin du XVIIIème, considéré comme le fondateur de la chimie moderne), est l'un des premiers à remettre fondamentalement en cause cette classification. Il propose de relier la notion d'*élément* à celle que nous avons déjà étudiée de *corps simple*.

Lorsque, plus d'un siècle plus tard, l'atome sera défini comme nous l'avons vu dans le chapitre précédent, on comprendra que :

- l'ensemble des atomes possédant le même nombre de protons constitue un élément.
- un corps simple est constitué d'atomes d'un même élément.

1. L'ensemble des atomes contenant un seul proton constitue l'élément hydrogène.

   Le gaz "hydrogène" (que vous avez vu se dégager lors de l'électrolyse de l'eau) est formé de molécules constituées chacune par 2 atomes de l'élément "hydrogène".

   Remarque : Pour éviter cette homonymie, le gaz hydrogène est nommé en France "dihydrogène".

2. L'ensemble des atomes contenant exactement 6 protons constitue l'élément . . . . . .

   Le graphite est un corps simple constitué uniquement d'atomes de . . . . . .

   Remarque: le diamant est également constitué uniquement d'atomes de carbone, mais ceux-ci "arrangés" différemment, confèrent au diamant des propriétés très différentes de celles du graphite !

Les principales caractéristiques des atomes sont contenues dans les expressions suivantes :

Z: numéro atomique =	nombre de protons du noyau de l'atome
N: nombre de neutrons	
A: nombre de masse =	nombre de nucléons (A = Z + N)

Les caractéristiques d'un atome sont souvent représentées ainsi :

${}^{A}_{Z}X$ avec X représentant le symbole de l'élément

Cette notation est parfois simplifiée sous une des formes suivantes : ${}^{A}X$ ou X-A

Dans le tableau périodique, que nous détaillerons plus loin, les éléments sont classés par numéro atomique croissant.

Exercices :

1. Complétez le tableau ci-dessous.

Nom de l'élément	Symbole de l'atome	Z	N	A
	^{32}S			32
		8	8	
		8		18
Potassium			20	

Qu'ont en commun les deux atomes d'oxygène figurant dans ce tableau?

2. Complétez :
Un élément est un ensemble d'atomes possédant le même nombre de …… .

LES ISOTOPES

... ou comment deux atomes différents se retrouvent dans la même case du tableau périodique

Dans le chapitre précédent, nous avons constaté que deux atomes, pour autant qu'ils possèdent le même nombre de protons, appartiennent au même élément. Le nombre de neutrons de ces atomes peut varier. Ainsi deux atomes qui ne diffèrent que par leur nombre de neutrons se retrouvent à la même place dans le tableau périodique, on les nomme **isotopes** (de *iso-* "même" et *topos* "place").

Les isotopes d'un élément possèdent tous les mêmes propriétés chimiques. En effet, les propriétés chimiques d'un corps dépendent de sa structure électronique, c'est-à-dire de la façon dont se répartissent les électrons autour de chaque atome. Les différents isotopes d'un élément possédant le même nombre d'électrons (puisque celui-ci est identique au nombre de protons) possèdent la même structure électronique, et donc les mêmes propriétés chimiques.

EXERCICES :

1. Complétez le tableau suivant:

Nom de l'élément	Symbole de l'atome	Z	N	A
		3	4	
		3	3	

Que représente, dans ce tableau, la lettre A ?

Quelle différence y a-t-il entre ces deux atomes ?

Qu'ont en commun ces deux atomes ?

2. Complétez le tableau suivant :

Nom de l'élément	Symbole de l'atome	Z	N	A
		34		79
		34		78

Quelle différence y a-t-il entre ces deux atomes ?

Qu'ont-ils en commun ?

3. Même question pour :

Nom de l'élément	Symbole de l'atome	Z	N	A
			6	12
			8	14

Sont isotopes d'un élément les atomes qui ont le même nombre . . . . . .
et un nombre différent . . . . . .

Le tableau périodique ne détaille pas la composition isotopique de chacun des éléments. Certains éléments ne sont, naturellement, constitués que d'un seul isotope, c'est le cas par exemple de l'aluminium; mais la plupart sont composés de plusieurs isotopes.

La composition isotopique d'un élément, c'est-à-dire la proportion de chacun des isotopes naturellement présents dans la nature est à peu près constante.

Ainsi le chlore est-il toujours composé de 75,8 % de $^{35}_{17}Cl$ et 24,2 % de $^{37}_{17}Cl$. Ces deux pourcentage sont nommés "abondance naturelle" de chacun des isotopes

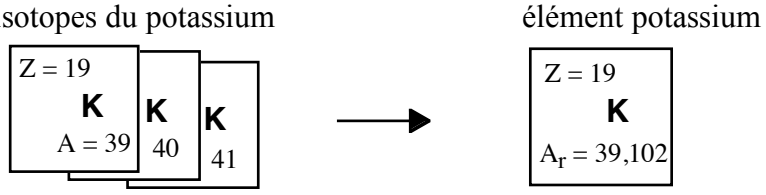
Discussion

Pourquoi le nombre de masse ne figure-t-il pas sur le tableau périodique d'un élément ?

Dans le tableau périodique figure une grandeur, la **masse atomique relative** (A_r) , qui donne la masse moyenne des atomes d'un élément. Cette masse est exprimée dans une unité très petite, l'unité de masse atomique (uma), qui vaut $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g.

Cette unité a été définie de façon à nous donner une valeur proche du *nombre de masse moyen* des atomes de l'élément.

Exemple



Les isotopes d'un élément possèdent les même propriétés chimiques mais des propriétés physiques qui peuvent être différentes. Ainsi l'isotope du plomb de A=205 est radioactif, alors que celui de A=207 ne l'est pas.

Les propriétés radioactives de certains isotopes sont parfois exploitées à des fins diverses. Ainsi le carbone 14 est utilisé pour la datation d'objets anciens, l'uranium 235 dans les centrales nucléaires pour la production d'énergie.

EXERCICES :

1. Quel est l'atome dont le nombre de masse est de 112 et le numéro atomique égal à 48 ?
   Donnez le nombre de chacune des particules qui le composent.

2. Complétez, dans la mesure du possible, le tableau ci-dessous :

Atome	Symbole	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons	Z	A
Helium			2			
Hydrogène		1				1
Oxygène			8			
Etain						120
					11	
			36			64

3. Soit un atome de sodium-23. Qu'obtiendrait-on
   a) si on pouvait lui ajouter un proton ?
   b) si on pouvait lui ajouter un neutron ?

4. L'isotope principal de l'élément chrome (A = 52) et celui de l'élément vanadium (A = 51) ont-ils le même nombre de neutrons ? Justifiez votre réponse.

5. Soit ${}^{3}_{1}X$ et ${}^{23}_{11}X$.
   A quels éléments ces isotopes appartiennent-ils ?
   Combien contiennent-ils chacun de neutrons ?

6. Combien y a-t-il de neutrons dans chacun des atomes suivants :
   ${}^{235}U$ ${}^{60}Co$ ${}^{12}C$ ${}^{35}Cl$

7. L'élément cuivre est constitué de deux isotopes. L'un possède 34 neutrons, l'autre 36.
   a) Notez ces deux isotopes sous forme ${}^{A}_{Z}X$
   b) Sur la base de la masse atomique relative figurant sur votre tableau périodique, calculez l'abondance de chacun de ces isotopes.

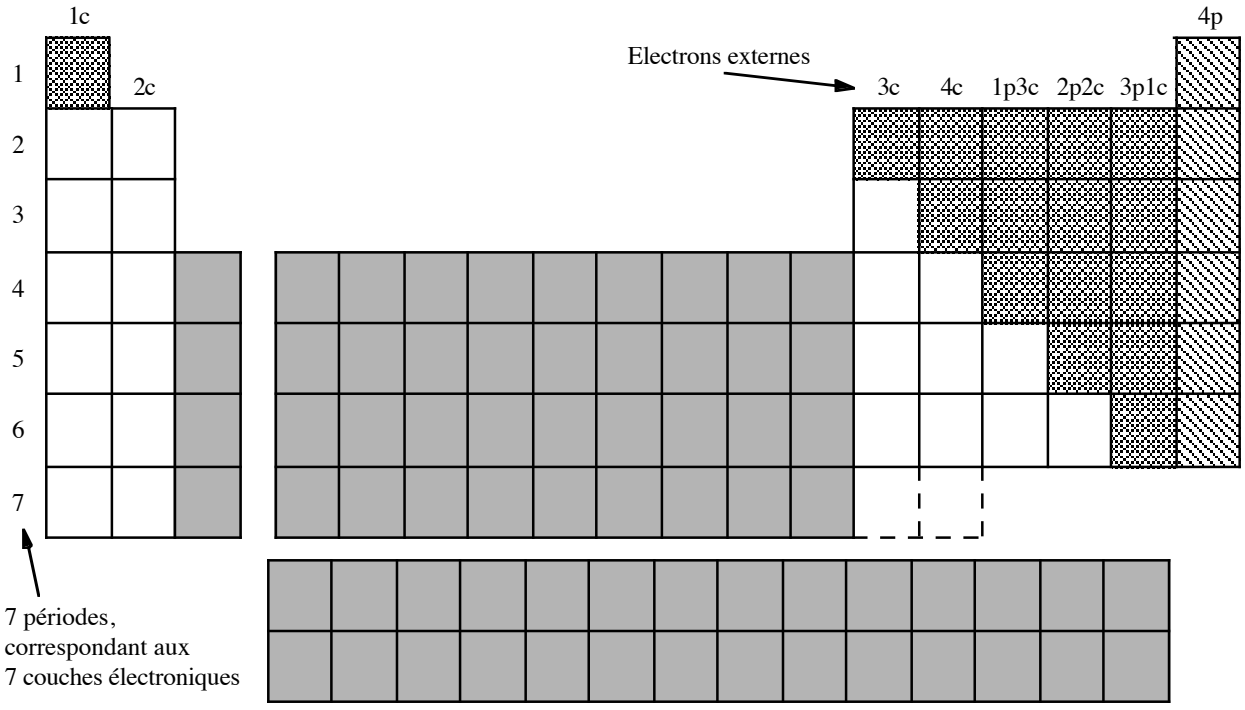
LE TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS

... où l'on apprend les critères de classement des éléments dans celui-ci

Nous connaissons actuellement une centaine d'éléments qui sont fréquemment classés dans un tableau appelé "tableau périodique ". Vers le milieu du XIXe siècle, alors qu'une soixantaine d'éléments seulement étaient identifiés, les chimistes ont tenté de classer ces éléments. A cette époque, alors qu'il était impossible de peser un atome, des mesures indirectes avaient déjà permis de classer les atomes par masses croissantes. Dans un tel classement, rudimentaire, on s'était alors aperçu que, tous les 8 ou 16 éléments, certaines **propriétés chimiques** étaient proches. Ainsi, le lithium, le sodium, le potassium s'enflamment spontanément au contact de l'eau.

Dimitri **Mendeleïev** en 1869 propose un tableau tenant compte de ces analogies, tableau qui ne sera que légèrement modifié par la suite. Il contient actuellement 112 éléments disposés sur 7 lignes par ordre de **numéro atomique croissant**. Bien qu'à l'époque de Mendeleïev les protons n'étaient pas identifiés , et donc le numéro atomique inconnu, le tableau qu'il imagine est compatible avec cette méthode de classement.

Le modèle atomique de Niels Bohr, dont nous avons parlé p. 10, permet de comprendre pourquoi les propriétés chimiques se retrouvent tous les 8 (ou 16) éléments. Rappelons que selon ce modèle, les électrons ne peuvent occuper que certaines orbites autour du noyau, organisées en couches concentriques. Pour compléter le modèle, il faut préciser que la couche la plus proche du noyau peut contenir 2 électrons au maximum, alors que pour les couches suivantes, le maximum est de 8 électrons par couche.



EXERCICES :

En respectant les règles exposée à la page précédente, et en suivant les indications de l'enseignant, représentons le modèle de Bohr pour les atomes suivants : lithium, azote, sodium, phosphore, potassium.

Que remarque-t-on ?

Pourrait-on mettre cette observation en lien avec les propriétés chimiques des éléments, et avec leur position dans le tableau périodique ?

Ainsi le tableau périodique nous apporte une autre information. Il nous permet de retrouver le nombre de couches électroniques occupées par les électrons d'un élément ainsi que le nombre d'électrons dans chacune de ces couches. Il nous indique donc directement la **structure électronique** de chaque élément, sans qu'il soit nécessaire de construire le modèle de Bohr pour la déterminer.

Pour retrouver cette structure, deux règles sont à connaître :

- Chaque ligne (période) contient des éléments qui ont le même nombre de couches électroniques.
- Chaque colonne (famille) contient des éléments qui ont le même nombre d'électrons externes.

Expérimentalement on constate que les éléments de la dernière colonne sont tous des gaz inertes (ils ne réagissent pas chimiquement). Des règles exposées précédemment il découle que leur dernière couche est complète. On postulera donc que la structure électronique des gaz rares, à savoir 8 électrons dans la dernière couche, est particulièrement stable.

Cette dernière constatation est à la base de la distinction effectuée entre les différentes catégories d'éléments du tableau périodique :

☐ LES METAUX sont des éléments **électropositifs** car ils ont tendance à perdre 1 ou plusieurs électrons pour acquérir la constitution électronique des gaz rares qui les précèdent (couche externe complète). Ils deviennent ainsi des ions positifs qu'on nomme **cations**.

▩ LES NON METAUX sont des éléments **électronégatifs** car ils ont tendance à gagner 1 ou plusieurs électrons pour compléter leur couche externe. Ils deviennent ainsi des ions négatifs qu'on nomme **anions**.

▢ LES ELEMENTS DE TRANSITION sont des éléments ELECTROPOSITIFS. Ce sont tous des métaux.

▨ LES GAZ RARES sont des éléments qui ont leur couche externe complète. Ils sont STABLES.

Tous les éléments artificiels sont notés en évidé sur votre tableau périodique (ex. 𝕋𝕔). Ils ont été obtenus en laboratoire et n'existent pas dans la nature. Ils sont radioactifs (instables).

Cependant parmi les éléments trouvés dans la nature, certains sont aussi radioactifs (par exemple l'uranium).

EXERCICES :

1. Donnez le symbole de l'élément :
   a) dont Z=3
   b) qui possède 3 couches électroniques occupées et 5 électrons externes.
   c) qui contient trois fois plus de protons que l'atome d'oxygène.
   d) qui est un métal liquide à 25°C.
   e) qui possède 8 électrons externes dans la 4ème couche

2. Citez deux métaux qui se trouvent à l'état liquide à une température de 600 °C et à l'état gazeux à une température de 1600 °C.

3. Dans le tableau périodique que représente l'ensemble des éléments :
   a) d'une ligne ?
   b) d'une colonne ?

4. Donnez l'écriture symbolique d'un atome qui possède 22 particules élémentaires en tout. Y a-t-il plusieurs possibilités ?

5. L'élément magnésium est constitué de trois isotopes. L'abondance du magnésium-24 est de 79 % et celle du magnésium-25 de 10%

   Quel est le troisième isotope du magnésium ?
   Posez et résolvez le calcul nécessaire pour justifier votre réponse.

Structure de Lewis

Les recherches sur les propriétés des électrons ont montré que deux électrons ont tendance à "se coupler". On dit qu'ils forment alors une paire. Il ne faut pas imaginer que ces deux électrons se "collent" puisque, chargés tous deux négativement ils se repoussent ! Mais on verra plus loin que des électrons appariés sont moins réactifs, et qu'ils participent plus rarement à la formation des liaisons entre atomes.

Les électrons externes sont appelés aussi "électrons de valence", ce sont eux qui participent aux liaisons entre atomes.

La représentation de Lewis permet de représenter la structure électronique externe d'un atome.

Les électrons y sont représentés par des points pour les célibataires et des traits pour des paires. Ces signes sont placés autour du symbole de l'atome.

EXEMPLES :

EXERCICES :

1. A quel élément appartient un atome constitué de 120 neutrons et dont A= 198.

2. Donnez le symbole chimique d'un atome qui possède un nombre de masse de 66 et dont le noyau possède 29 protons.

3. Quels sont les points communs et les différences entre :
   a. Deux atomes appartenant à la même colonne du tableau périodique.
   b. Le cation monovalent (une seule charge) K^+ et un atome d'argon.
   c. Deux isotopes d'un même élément.

   Illustrez les réponses des points a. et c. par des exemples que vous inventerez au besoin.

4. De quelle catégorie d'éléments font partie (entre autres) C, P, S, et Br ?

5. Décrivez la composition d'un atome de phosphore.
   Donnez sa structure électronique, avec indication des paires et célibataires.

6. Donnez la représentation de Lewis des atomes suivants :

   Calcium Azote Brome

7. Donnez le symbole chimique et la représentation de Lewis de trois éléments possédant le même nombre d'électrons externes que le soufre.

LES LIAISONS CHIMIQUES

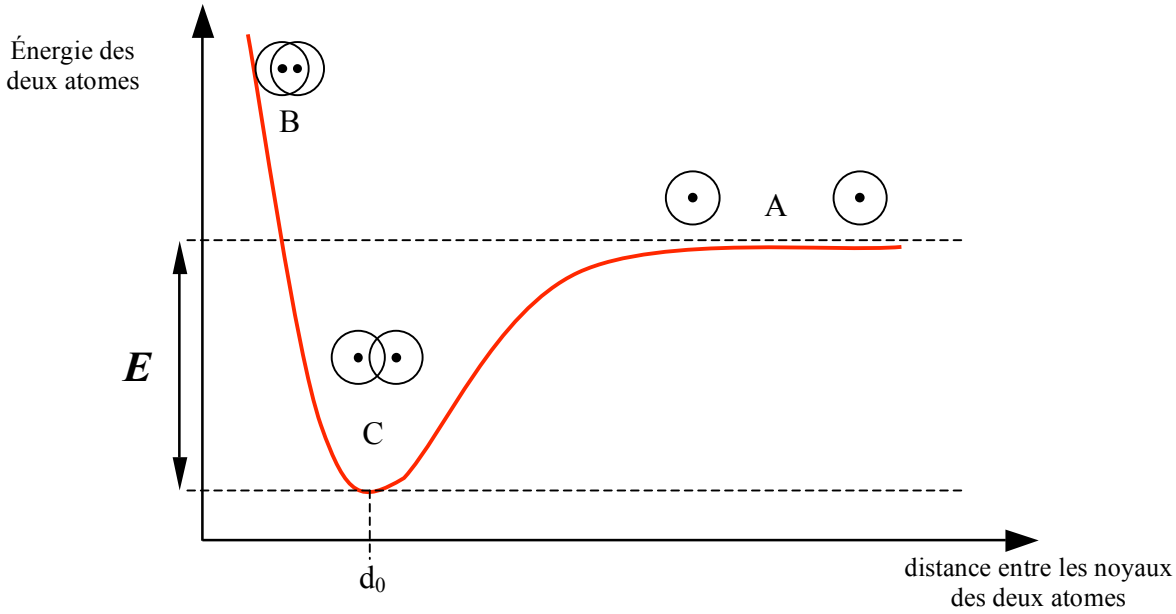
...où l'on apprend à représenter les liaisons entre les atomes dans les molécules

Introduction

Dans les chapitres précédents, nous avons vu que les propriétés des éléments peuvent s'expliquer par la structure électronique des atomes considérés, plus précisément par les électrons de la dernière couche (couche de valence). Ce sont également ces électrons qui seront impliqués dans les liaisons chimiques que nous allons décrire dans ce chapitre.

Pour gagner en stabilité (diminution de leur énergie), les atomes ne restent généralement pas isolés, mais se lient à d'autres atomes selon leurs affinités par des liaisons chimiques, pour former des « édifices » de structure bien définie appelés molécules. Deux atomes liés se trouvent alors à une distance « fixe » l'un de l'autre (distance internucléaire $\mathbf{d_0}$).

... si vous voulez en savoir plus :



Il existe d'abord une **attraction** entre les deux atomes - **partie A** (le noyau de l'un attire les électrons de l'autre) - les deux atomes se rapprochent (ce travail de rapprochement consomme de l'énergie, l'énergie du système diminue).

Lorsque les atomes sont très proches - **partie B** - il se manifeste une **répulsion** entre les deux noyaux et les électrons (il faudrait fournir du travail pour les maintenir si proche, l'énergie du système augmente).

Une position intermédiaire existe entre ces deux situations où l'énergie du système est minimale - **partie C** - à cette distance $\mathbf{d_0}$ les atomes sont liés chimiquement. Il faudrait fournir une **énergie E** pour rompre le lien.

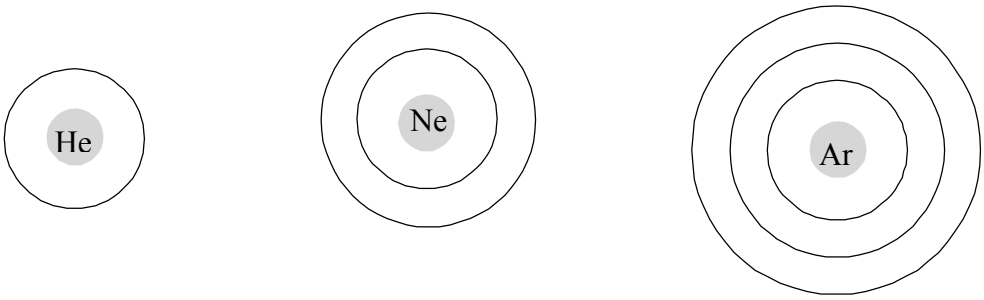
Il existe en fait différents types de liaisons (ioniques, covalentes, métalliques, « hydrogène », etc.), mais nous nous intéresserons principalement aux liaisons ioniques et aux liaisons atomiques aussi appelées covalentes.

Les plus petites molécules comportent au minimum 2 atomes (molécules diatomiques) et les plus grandes peuvent en contenir des milliers, voire des centaines de milliers (macromolécules biologiques ou polymères, par exemple).

Une molécule est fréquemment représentée par une **formule moléculaire** (formule brute) qui indique le nombre et le symbole des éléments qui la constituent, sans préciser comment les atomes de ces éléments sont liés entre eux.

Règle de l'octet

A l'aide du modèle de Bohr, représentez ci-dessous la structure électronique des gaz rares suivants : hélium, néon et argon.



Les chimistes ont constaté que les gaz rares sont très peu réactifs. On attribue cette inertie à un édifice électronique très stable : une dernière couche de 8 électrons groupés en 4 paires, appelée octet (exception : He, l'hélium, 2 électrons !).

> On constate que lors des liaisons, les atomes ont tendance à acquérir la structure électronique externe du gaz rare « le plus proche ».

Pour réaliser ceci, les atomes peuvent céder, capter ou mettre en commun des électrons.

La nature d'une liaison chimique dépend donc de la **structure électronique** des atomes qui se lient et plus particulièrement des **électrons externes**. Une **liaison chimique** implique alors l'appariement de **deux électrons** provenant de deux atomes placés à une distance d'équilibre.

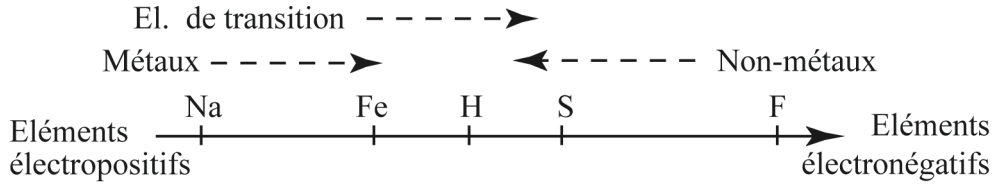
Electronégativité

L'**électronégativité** d'un élément définit la **tendance** que possèdent ses atomes **à attirer les électrons** lors de liaisons avec d'autres atomes.

Une échelle d'électronégativité a été établie en attribuant à chaque élément un **indice d'électronégativité** caractéristique.

Ainsi :
- le **fluor**, élément le plus électronégatif possède un indice de **3,98**
- l'**hydrogène**, un indice de **2,2**

Cette échelle, à compléter sur la base de votre tableau périodique, peut être illustrée par le schéma :



Un **métal** a donc tendance à **donner** des électrons, il est dit **électropositif**.

Un **non-métal** a donc tendance à **prendre** des électrons, il est dit **électronégatif**.

Formation des ions et liaisons ioniques

Lorsqu'un atome (ou groupe d'atomes) a capté ou perdu un ou plusieurs électrons, il devient chargé électriquement. On l'appelle alors un **ion**.

Les ions positifs sont appelés **cations**, les ions négatifs **anions**. Les ions formés ont la structure électronique d'un gaz rare.

Cation Na^+ Anion Cl^-

Structure de Lewis :

Cette formation d'ions a lieu notamment lorsqu'un ou plusieurs électrons célibataires externes appartenant à un élément électropositif (métal) sont attirés et se déplacent sur la dernière couche électronique d'un élément électronégatif (non-métal).

Si la **différence d'électronégativité** entre les atomes liés est **supérieure ou égale à 1,7** (caractère ionique > 50%) la liaison est considérée comme étant **ionique**, sinon elle est appelée **covalente**.

C'est l'**attraction électrostatique** entre les ions de signes opposés ainsi constitués, qui assure la stabilité de la liaison ionique.

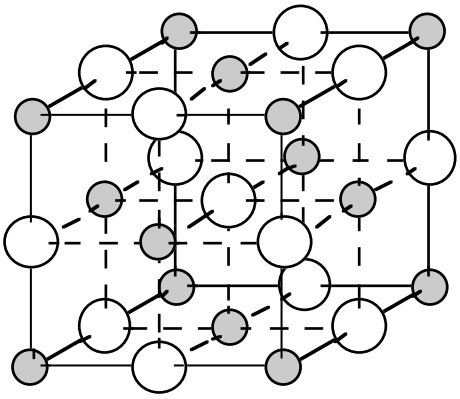
Cas du fluorure de lithium : LiF

Li (atome) *F (atome)* *Li^+ (cation)* *F^- (anion)*

Dans ce type de liaison, on peut considérer que l'électron de valence du lithium ne se situe plus dans l'environnement proche du lithium, mais dans celui du fluor, du fait de l'électronégativité de ce dernier.

Les solides dont les liaisons sont de ce type, forment des solides à réseaux ioniques, où chaque cation est entouré d'anions et vice-versa. Un solide dont les particules sont ainsi rigoureusement ordonnées est appelé : **cristal**.

Ainsi dans le chlorure de sodium, chaque cation Na^+ est entouré de 6 anions Cl^- , chaque ion chlorure devant être également entouré de 6 ions sodium :



Dans de tels réseaux, il n'existe pas réellement de molécules, la formule moléculaire (formule brute) représente en fait la formule la plus simple qui représente la constitution du cristal.

Ces solides sont généralement cassants, solubles dans l'eau et possèdent un point de fusion élevé, cette dernière propriété montre que les liaisons ioniques sont très fortes.

EXERCICES :

Complétez le tableau suivant :

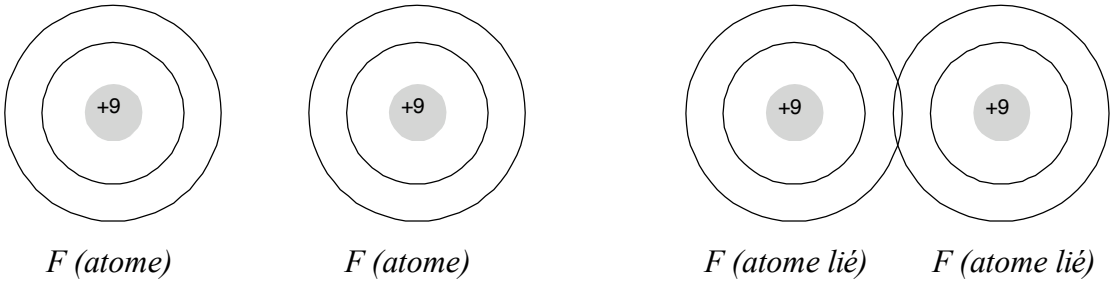
ion	Na^+	Cl^-	H^+	O^{--}	Al^{3+}	Br^-	As^{3+}		
nombre de protons								29	53
nombre d'électrons								27	54

Covalence

Lorsque la **différence d'électronégativité** entre les atomes qui se lient est **inférieure à 1,7** (caractère ionique < 50%), on considère qu'il y a mise en commun d'électrons de valence. Chaque atome lié fournit un ou plusieurs célibataires pour former une ou plusieurs paires de liaison. La liaison est appelée covalente **pure** si la différence d'électronégativité est égale à 0, sinon elle est appelée covalente **polarisée**.

Les **liaisons covalentes** sont parfois appelées liaisons atomiques, car elles relient des atomes et non des ions. Ces liaisons font intervenir généralement des atomes non-métalliques.

Cas de la molécule de (di)fluor : F_2

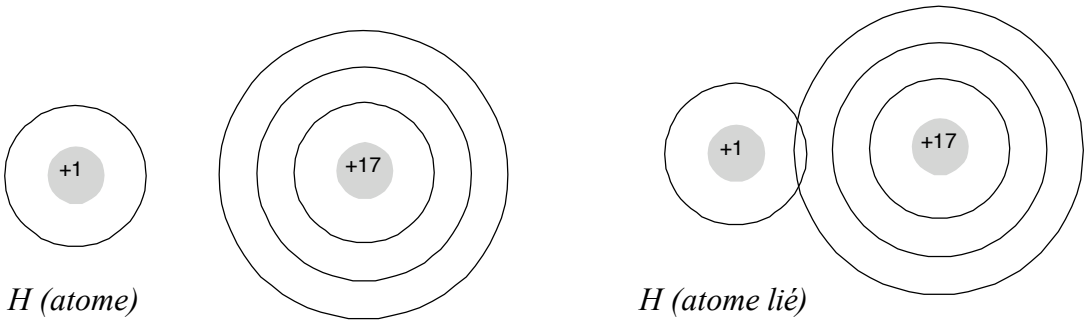


F (atome) *F (atome)* *F (atome lié)* *F (atome lié)*

Structure de Lewis :

Dans ce type de liaison, on peut considérer que les électrons de valence des atomes de fluor sont également répartis autour des deux atomes de fluor, du fait d'une différence d'électronégativité nulle.

Cas de la molécule de chlorure d'hydrogène (ou acide chlorhydrique) : HCl



H (atome) *Cl (atome)* *H (atome lié)* *Cl (atome lié)*

Structure de Lewis :

Dans ce type de liaison, on peut considérer que l'électron de valence de l'atome d'hydrogène se situe plus fréquemment du côté de l'atome de chlore, du fait de la plus grande électronégativité de ce dernier. La liaison, bien que covalente, est alors polarisée.

Les liaisons covalentes peuvent également générer des solides cristallins, les liaisons carbone-carbone du diamant en sont une preuve !

Les liaisons covalentes sont les liaisons que l'on rencontre le plus souvent dans les molécules des composés organiques, c'est-à-dire les composés formés d'un squelette d'atomes de carbone.

EXEMPLES :

Les formules développées

Nous avons vu qu'une molécule est une construction très précise, du point de vue :

- de la nature des atomes qui la composent,
- de leurs nombres respectifs,
- de leur position les uns par rapport aux autres,
- des caractéristiques des liaisons qui peuvent exister entre eux.

La formule développée d'une molécule est une représentation dans laquelle les liaisons entre les atomes, ainsi que les paires libres sont symbolisées par des traits, permettant de rendre compte de la structure de cet édifice.

Grâce à la représentation de Lewis et des règles régissant la formation des liaisons, il est facile de représenter les formules développées 2D des molécules.

EXEMPLES :

Les formules développées permettent de représenter les liaisons covalentes ainsi que les ions. Mais on y indique aussi les paires d'électrons externes qui n'ont pas servi à la formation des liaisons, car ils ont une influence sur la forme des molécules, puisque les paires d'électrons (doublets libres ou de liaisons) se repoussent.

En dessinant les molécules on essaye de représenter au mieux la disposition réelle des atomes, en s'efforçant de respecter les angles de liaison selon la règle *de **R**épulsion des **P**aires d'**É**lectrons de la **C**ouche de **V**alence.*

La méthode, valable pour des ions ou molécules de plus de 2 atomes, est basée sur des **considérations électrostatiques** suivantes :

> ***Les doublets de la couche de valence présents autour d'un atome s'arrangent dans l'espace de façon à être le plus loin possible les uns des autres.***

La polarité des molécules

Du fait de la nature des liaisons et de la géométrie d'une molécule, celle-ci peut présenter des propriétés physiques et chimiques particulières.

Une molécule est dite **polaire** si le centre des charges ou fractions de charges positives est distinct du centre des charges ou fractions de charges négatives. Elle est **apolaire** sinon.

EXEMPLES :

DEMONSTRATION :

EXERCICES :

1. Quel est l'atome le plus électronégatif ?
2. Expliquez brièvement pourquoi les atomes se lient à d'autres atomes pour former des molécules ?
3. A l'aide du modèle de Lewis, représentez les atomes suivants : F , Cl , Br
   Que constatez-vous de particulier ?
4. Complétez le tableau suivant :

Formules	Nombre d'atomes d'oxygène	Nombre d'atomes d'hydrogène	Nombre total d'atomes
10 H_2O			
Al_2O_3			
3 $Ca(OH)_2$			

5. Dessinez la structure électronique complète des atomes ou ions suivants :
   a) Ca^{2+} b) F^- c) Si^{2+} d) P^{5+} e) S^{--} f) Ar
   Indiquez pour chacun le nombre de particules qui les constitue.
   Lesquels devraient être chimiquement stables ? Pourquoi ?
6. Parmi les molécules suivantes laquelle ne comporte-t-elle que des atomes qui obéissent à la règle de l'octet , et donc devrait correspondre à une molécule stable ?
   CH_3 CH_4 CH_5

7. En respectant la règle de l'octet, écrivez les formules brutes des molécules qu'il est possible de former en combinant un ou plusieurs atomes :
   a) de sodium et d'oxygène
   b) de silicium et d'hydrogène
   c) d'aluminium et d'oxygène

8. Pourquoi deux atomes de sodium ne se lient-ils pas pour former la molécule Na_2 alors que deux atomes d'hydrogène peuvent se lier pour former la molécule H_2 ?

9. Sachant que l'un des deux types d'atomes d'une molécule est de l'aluminium, dans chaque cas, trouvez une formule brute possible pour que cette molécule soit telle que :
   a) ses liaisons soient ioniques ;
   b) ses liaisons soient covalentes.
   Expliquez brièvement comment vous y êtes parvenu.

10. Ecrivez deux formules développées différentes possédant la même formule brute C_2H_6O, puis précisez la nature des liaisons.

11. Dessinez les formules développées 3D des molécules suivantes, puis précisez si elles sont polaires ou apolaires :
   a) CCl_4
   b) BF_3
   c) NH_3
   d) CH_2Br_2
   e) C_2H_6

12. Représentez les formules développées 3D des molécules suivantes :
   a) $CH_3CH_2CH_3$
   b) CH_3COOH
   c) $CH_2C(CH_3)_2$

13. La balance la plus précise dont nous disposons au collège de Saussure possède une précision de 0,1 [mg]. Cette masse correspond à celle d'un minuscule grain de sel de cuisine (NaCl). En utilisant les masses atomiques figurant sur votre tableau et la valeur d'un *uma* notée en p.15 de ce cours, calculer le nombre de molécules de sel contenues dans ce grain de sel.

14. Dans un millilitre d'eau il y a environ $3{,}34 \cdot 10^{22}$ molécules. A partir de cette donnée et de votre connaissance de la masse volumique de l'eau, calculez la masse d'une molécule d'eau.
   Comparez ce résultat avec celui que vous pouvez obtenir à partir des masses atomiques de l'oxygène et de l'hydrogène.